ملخص لجميع قوانين الحسابات الكيميائية

أولاً : قوانين المول والتركيز : أ) قوانين المول :

١- المول : هو كمية المادة بالجرام التي تحتوي على عدد أفوجادرو من الذرات أو الجزيئات أو الأيونات أو الالكترونات .
(عدد أفوجادرو = ٦,٠٢٢ × ١٠^{٢٣} ∴ امول = عدد أفوجادرو ∴ امول = ٦,٠٢٢ × ١٠^{٢٣} ذرة أو جزئ)

٢- كتلة ١مول من أي عنصر صلب = الكتلة الذرية الجرامية للعنصر (الذرة الجرامية أو الكتلة المولية).
مثال: الكتلة الذرية للكربون = ١٢و.ك.ذ ∴ ١مول من الكربون (C) = ١٢جرام.

الفرق بين الكتلة الذرية بوحدة و.ك.ذ والكتلة الذرية الجرامية (بوحدة الجرام)

الكتلة الذرية بوحدة و.ك.ذ تعني كتلة ذرة حقيقية واحدة بينما الكتلة الذرية الجرامية تعني كتلةعدد كبير جداً من الذرات هو عدد أفوجادرو **ويساوي** ٦,٠٢٢ × ١٠^{٢٣} **ذرة** (أي واحد مول)

مثال : ١٢ و.ك.ذ من الكربون = ١ ذرة ، ١٢ جرام من الكربون = ٦,٠٢٢ × ١٠^{٢٣} ذرة

٣- كتلة ١مول من أي عنصر غازي = ٢ × الكتلة الذرية الجرامية للعنصر.
مثال: الكتلة الذرية للأكسجين = ١٦و.ك.ذ ∴ ١مول من الأكسجين (O_2) = ٢ × ١٦= ٣٢جرام.

٤- كتلة ١مول من أي مركب = الكتلة الجزيئية الجرامية للمركب (الجزيء الجرامي).
الكتلة الجزيئية للمركب : هي مجموع كتل الذرات المكونة لجزيء واحد من المركب.
مثال: الكتلة الجزيئية لغاز ثاني أكسيد الكربون (CO_2) = ٢ × ١٦+١ × ١٢=٤٤ و.ك.ذ ∴ ١مول من غاز CO_2 = ٤٤جرام.

٥- عدد المولات = $\frac{\text{كتلة المادة بالجرام}}{\text{كتلة المول الواحد}}$

٦- عدد الجسيمات (ذرات ، جزيئات ، أيونات) = عدد المولات × عدد أفوجادرو

٧- عدد الجسيمات (ذرات ، جزيئات ، أيونات) = $\frac{\text{كتلة المادة بالجرام}}{\text{كتلة المول الواحد}}$ × عدد أفوجادرو

ب) قوانين التركيز : (التركيز هو : كمية المادة المذابة في كمية معينة من المحلول)

١- التركيز المولاري (المولارية) = $\frac{\text{عدد المولات (المذاب)}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$

٢- وزن (كتلة) المادة بالجرام = المولارية × حجم المحلول باللتر × وزن (كتلة) المول الواحد

٣- التركيز العياري (العيارية) = $\frac{\text{عدد المكافئات الجرامية}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$

٤- عدد المكافئات الجرامية = $\frac{\text{كتلة المادة بالجرام}}{\text{الكتلة المكافئة الجرامية للمادة (أي الوزن المكافئ الجرامي)}}$

٥- وزن (كتلة) المادة بالجرام = العيارية × حجم المحلول باللتر × الوزن المكافئ

٦- الوزن المكافئ لحمض = $\frac{\text{الوزن الجزيئي (وزن المول) للحمض}}{\text{عدد ذرات الهيدروجين}}$

٧- الوزن المكافئ لقاعدة = $\frac{\text{الوزن الجزيئي (وزن المول) للقاعدة}}{\text{عدد مجاميع الهيدروكسيل}}$

٨- الوزن المكافئ لملح = $\frac{\text{الوزن الجزيئي (وزن المول) للملح}}{\text{تكافؤ أحد شقيه (عدد الشحنات الموجبة أو السالبة)}}$

ملحوظة : هناك فرق بين المولارية والمولالية
المولالية = $\frac{\text{عدد المولات (المذاب)}}{\text{كتلة المذيب بالكيلوجرام}}$

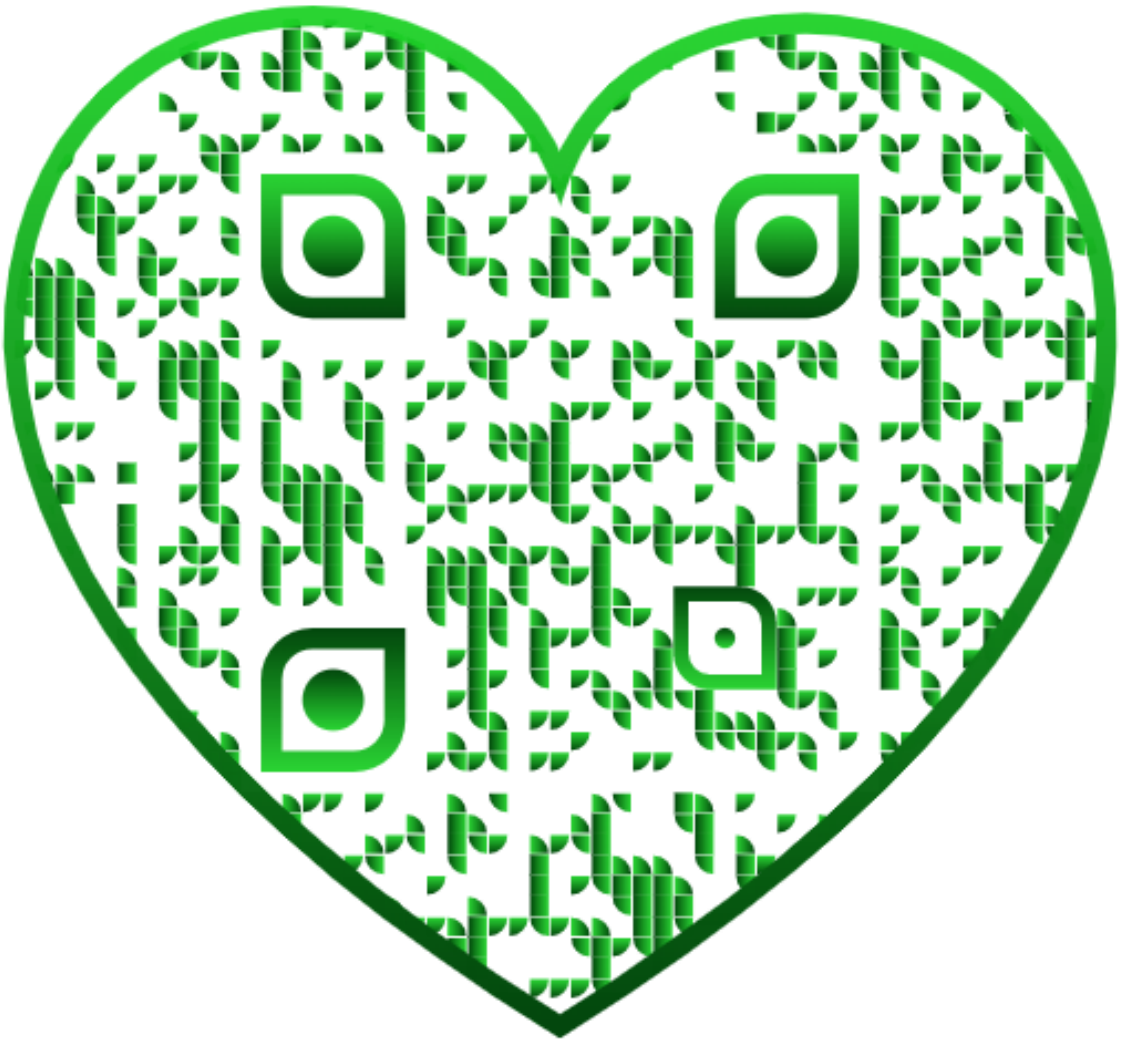
٩- الكتلة المكافئة لعنصر = $\frac{\text{الكتلة الذرية (الوزن الذري)}}{\text{التكافؤ}}$ (سواء كان العنصر صلب أو غاز).

١٠- المولارية (M_1) × الحجم (V_1) (للحمض) = المولارية (M_2) × الحجم (V_2) (للقاعدة)
أو المولارية × الحجم (قبل التخفيف) = المولارية × الحجم (بعد التخفيف)

العلاقة بين المولارية والعيارية : العيارية = المولارية × عدد التكافؤ (المولارية أو العيارية بحسب السؤال)

$$N = M \times n_{(H^+, OH^-, \bar{e})}$$

(عدد التكافؤ : هو عدد ذرات الهيدروجين في الحمض أو عدد مجاميع الهيدروكسيل في القاعدة أو عدد الشحنات الموجبة أو السالبة في الملح).



ثانياً : حسابات تعتمد على المعادلة الكيميائية :

مثـــــــــــال ١ : من التفاعل التالي : $2C_2H_6 + 7O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 6H_2O$

علماً بأن : (H = 1 , C = 12 , O = 16). **المطلوب احسب :**

١- عدد مولات ثاني أكسيد الكربون الناتجة من تفاعل ٣ مول من الإيثان مع الأكسجين.

٢- كتلة الأكسجين اللازمة لتكوين ٢٧ جم من الماء.

١مول من O_2 = ١٦×٢ = ٣٢جم
١مول من H_2O = ١٦×١+١×٢ = ١٨جم
١مول من C_2H_6 = ١×٦+١٢×٢ = ٣٠جم

الحـــــــــــــــل

حل رقم ١ من المعادلة الكيميائية نجد أن :

٢ مول من الإيثان ينتج (يعطي) ← ٤ مول من ثاني أكسيد الكربون

∴ ٣ مول من الإيثان ينتج (يعطي) ← X ← س مول من ثاني أكسيد الكربون

∴ **س** = $\frac{٣ \times ٤}{٢}$ = ٦ مول ∴ عدد مولات ثاني أكسيد الكربون الناتجة = ٦مول

حل رقم ٢ من المعادلة الكيميائية نجد أن :

٧ مول من الأكسجين ينتج (يعطي) ← ٦ مول من الماء (تحول المولات إلى جرامات)

٧ × ٣٢ جم من الأكسجين ينتج (يعطي) ← ٦ × ١٨ جم من الماء

س جم من الأكسجين ينتج (يعطي) ← X ← ٢٧ جم من الماء

∴ **س** = $\frac{٢٧ \times ٣٢ \times ٧}{١٨ \times ٦}$ = $\frac{٦٠٤٨}{١٠٨}$ = ٥٦ ∴ **كتلة الأكسجين اللازمة لتكوين ٢٧ جم من الماء = ٥٦ جم**

مثـــــــــــال ٢ : ماهو مقدار النحاس المزاح عند إضافة ٢٧ جرام من الألمونيوم إلى كبريتات النحاس ؟

علماً بأن : (Cu = 64 , Al = 27). **الحـــــــــــــــل**

نكتب أولاً معادلة التفاعل : $2Al + 3CuSO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3Cu$

من المعادلة الكيميائية نجد أن :

٢ مول من Al (يزيح) ← ٣ مول من Cu

نحول المولات الى جرامات ٢ × ٢٧ جم من Al (يزيح) ← ٣ × ٦٤ جم من Cu

نكتب المطلوب في السؤال ٢٧ من Al (يزيح) ← X ← س (جم من Cu)

∴ **س** = $\frac{٦٤ \times ٣ \times ٢٧}{٢٧ \times ٢}$ = $\frac{٥١٨٤}{٥٤}$ = ٩٦ ∴ **مقدار النحاس المزاح = ٩٦ جم**

ملحوظة : من خلال المعادلة الكيميائية يمكن حساب نسبة المردود المئوي للتفاعل (النسبة المئوية للناتج) من العلاقة :

نسبة المردود المئوي للتفاعل = $\frac{\text{المردود الفعلي (يعطى في السؤال)}}{\text{المردود النظري (من تطبيق المعادلة)}} \times ١٠٠$ **أو النسبة المئوية للناتج** = $\frac{\text{الناتج الفعلي}}{\text{الناتج النظري}} \times ١٠٠$

مثال : يتحلل أكسيد الزئبق الأحمر تحت تأثير الحرارة العالية ليكون فلز الزئبق وغاز الاكسجين حسب المعادلة الآتية :

$2HgO_{(S)} \rightarrow 2Hg_{(l)} + O_{2(g)}$ **فإذا تحلل 3.55 mol من HgO لتكوين 1.54 mol من O_2 و 618 g من Hg فما نسبة المردود المئوي لهذا التفاعل ؟ (اختر الاجابة الصحيحة)**

a- 13.2 % **b- 56.6 %** **c- 42.5 %** **d- 86.8 %**

الحل : أولاً نحسب المردود النظري للأكسجين من المعادلة :

من **المعادلة** نجد أن : ٢مول منHgO (يعطي) ← **١مول من O_2**

ومن السؤال نجد أن : ٣,٥٥ مول منHgO (يعطي) ← X ← **س**

∴ **س** = $\frac{٣,٥٥ \times ١}{٢}$ = ١,٧٧٥ مول هذا هو المردود النظري ولكن المردود الفعلي هو ١,٥٤ مول

ثانياً نحسب نسبة المردود المئوي للاكسجين الناتج = $\frac{\text{المردود الفعلي (يعطى في السؤال)}}{\text{المردود النظري (من تطبيق المعادلة)}}$ = $\frac{١,٥٤}{١,٧٧٥} \times ١٠٠$ = ٨٦,٨ %

(حاول الحل بدلالة Hg أي أحسب المردود النظري للزئبق بدلاً من O_2 بعد تحويل ٦١٨جم من Hg الى مول ثم أوجد نسبة المردود المئوي للزئبق بنفس الطريقة وسوف تحصل على نفس الناتج ٨٦,٨ %)

إعداد موجه مادة الكيمياء أ. عبدالله المخلافي

ثالثاً : لحساب النسبة المئوية لعنصر في مركب نستخدم العلاقة التالية :

النسبة المئوية لعنصر في مركب = $\frac{\text{كتلة العنصر في المركب}}{\text{كتلة المركب}} \times ١٠٠$

رابعاً : لحساب حجم الغازات نستخدم العلاقة التالية :

حجم الغاز = عدد المولات × ٢٢,٤ لتر (حجم المول الواحد من أي غاز عند معدل الضغط ودرجة الحرارة = ٢٢,٤ لتر)

خامساً : لحساب ثابت الاتزان (K_{eq}) نستخدم العلاقة التالية :

في التفاعل التالي : $a\,A + b\,B \rightleftharpoons c\,C + d\,D$

القانون : $K_{eq} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$ حيث a و b و c و d تمثل عدد مولات المواد A و B و C و D على الترتيب

ثابت الاتزان (K_{eq}) : هو النسبة بين حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة إلى حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة كل مرفوع إلى أس يساوي عدد مولاته في التفاعل .

ملاحظة : ١- لا يظهر تركيز المادة الصلبة (S) أو المادة السائلة النقية (L) في علاقة ثابت الاتزان وذلك لأن تركيز المادة النقية لا يتغير ولكن ما يظهر هو (تركيز الغاز والمحلول فقط).

٢- عندما تكون قيمة ثابت الاتزان K_{eq} كبيرة تدل على ان كل المتفاعلات قد تحولت إلى نواتج والعكس عندما تكون صغيرة.

٣- إذا ضرب تفاعل ما في معامل ما (رقم ما مثلا) فإن ثابت الإتزان الجديد يرفع الى أس يساوي ذلك المعامل.

٤- إذا عكس اتجاه تفاعل ما فإن ثابت الإتزان الجديد يساوي عكس ثابت الإتزان الأول (أي مقلوبه).

٥- إذا كان التفاعلمركباً من مجموعة تفاعلات فإن ثابت اتزان التفاعل الكلي يساوي حاصل ضرب ثوابت اتزان كل التفاعلات المكونة له.

معلومات إضافية عن ثابت الاتزان

رائز التفاعل Q (*) :

هو قيمة افتراضية لثابت الاتزان تحسب في لحظة ما خلال التفاعل للتنبؤ بوصوله إلى حالة الاتزان. أي أنه يستخدم للتوقع باتجاه التفاعل في لحظة ما أثناء التفاعل، أو بمعنى آخر لمعرفة هل التفاعل في حالة اتزان أم لا في تلك اللحظة، وذلك من خلال حساب قيمة ثابت الاتزان في تلك اللحظة (ويرمز له بالرمز Q) ومقارنته بثابت الاتزان K فإذا كانت :

١) K = Q فإن هذا يعني أن التفاعل في حالة اتزان كيميائي عند هذه اللحظة.

٢) K < Q فإن التفاعل ليس بحالة اتزان لذا سيتجه التفاعل إلى الإتجاه الذي يقلل من قيمة Q أي نحو المتفاعلات.

٣) K > Q فإن التفاعل ليس بحالة اتزان لذا سيتجه التفاعل إلى الإتجاه الذي يزيد من قيمة Q أي نحو النواتج.

(*) كلمة «رائز» كلمة عربية من الفعل راز يروز الشيء إذا قدر كميته بالتخمين أو مجرد النظر دون العد، ويقال راز الرجل إذا تحسس مدى قبوله أو رفضه الشيء، أو اختبر مدى كمال صفاته.

سادساً : لحساب الرقم الهيدروجيني (PH) نستخدم القوانين التالية :

١- لحساب PH بمعلومية تركيز أيون الهيدروجين $[H^+]$ في الاحماض القوية : $PH = - \text{لو}_{١٠} [H^+]$

٢- لحساب POH بمعلومية تركيز أيون الهيدروكسيل $[OH^-]$ في القواعد القوية : $POH = - \text{لو}_{١٠} [OH^-]$

٣- لحساب تركيز أيون الهيدروجين $[H^+]$ بمعلومية PH : $[H^+] = 10^{-PH}$

٤- لحساب تركيز أيون الهيدروكسيل $[OH^-]$ بمعلومية POH : $[OH^-] = 10^{-POH}$

٥- ثابت تأين الماء (K_W) $= [H^+] \cdot [OH^-] = ١٠^{-٧} \times ١٠^{-٧} = ١٠^{-١٤}$

٦- العلاقة بين PH و POH هي : $PH + POH = ١٤$

٧- PH لحمض ضعيف = $- \frac{١}{٢} \text{لو}_{١٠} [C_a \times K_a]$ حيث K_a هي ثابت تأين الحمض الضعيف ، C_a تركيز الحمض الضعيف

٨- POH لقاعدة ضعيفة = $- \frac{١}{٢} \text{لو}_{١٠} [C_b \times K_b]$ حيث K_b هي ثابت تأين القاعدة الضعيفة ، C_b تركيز القاعدة الضعيفة

معلومات إضافية عن الرقم الهيدروجيني (PH)

تسمى الأحماض التي تحتوي على أكثر من ذرة هيدروجين واحدة ويمكن أن تفقد بالتفكك بالأحماض متعددة البروتونات مثل حمض الكبريت H_2SO_4 وحمض الكربون H_2CO_3 وحمض الفسفور H_3PO_4 وكبريتيد الهيدروجين H_2S حيث تحتوي على ذرات هيدروجين يمكن أن تتأين بدرجات متفاوتة، ويمكن تقسيمها إلى حموض متعددة البروتون قوية وحموض متعددة البروتون ضعيفة.

وكذلك الحال بالنسبة للقواعد فهناك قواعد تحتوي على أكثر من مجموعة واحدة من الهيدروكسيد وتسمى قواعد متعددة الهيدروكسيد، مثل $Ca(OH)_2$ ، $Mg(OH)_2$ وتكون حسابات الاتزان أكثر تعقيداً في حالة الأحماض متعددة البروتون أو القواعد متعددة الهيدروكسيد.

مثال :

أذيبت كمية من حمض الكبريت القوي في الماء وتكون محلول تركيزه ٠,١٢٥ مولار. احسب pH لهذا المحلول إذا تفكك الحمض وفقاً للمعادلة التالية :

$$H_2SO_4 + 2H_2O \longrightarrow 2H_3O^+ + SO_4^{-2}$$

الحل :

حمض الكبريت قوي يتفكك في الماء تفككاً كلياً

$[H_3O^+] = ٢ \times$ تركيز حمض $H_2SO_4 = ٢ \times ٠,١٢٥ = ٠,٢٥$ مولار

$PH = -$ لو $[H_3O^+] = -$ لو $٠,٢٥ = ٠,٦$

سابعاً : لحساب الكتلة الذرية لعنصر (الوزن الذري) نستخدم العلاقة التالية :

الكتلة الذرية لعنصر = كتلة ذرة العنصر ÷ كتلة ذرة الكربون × ١٢

* **الكتلة الذرية لعنصر (الوزن الذري)** : هي عبارة عن النسبة بين كتلة ذرة العنصر الى ١٢/١ من كتلة ذرة الكربون.

(كتلة ذرة الكربون = ١٢ و.ك.ذ (وحدة كتل ذرية) ، (١ و.ك.ذ = $١,٦٧ \times ١٠^{-٢٤}$ جم)

ثامناً : قوانين مسائل الكيمياء الحرارية :

١- قوانين لحل مسائل السعة الحرارية و الحرارة النوعية :

أ- الحرارة النوعية = كمية الحرارة المكتسبة أو المفقودة / الكتلة × التغير في درجة الحرارة

وحدة قياس الحرارة النوعية : جول / جم .مْ

ب- السعة الحرارية = كمية الحرارة المكتسبة أو المفقودة / التغير في درجة الحرارة

وحدة قياس السعة الحرارية : جول /مْ

ج- السعة الحرارية = الحرارة النوعية × الكتلة ،

٢- قانون لحساب حرارة التفاعل أو حرارة التكوين :

حرارة التفاعل (ΔH) = مجموع حرارة تكوين النواتج – مجموع حرارة تكوين المتفاعلات.

أو $\Delta H = \sum \Delta H^0_f$ (نواتج) $- \sum \Delta H^0_f$ (متفاعلات)

وحدة قياس حرارة التفاعل (ΔH) : كيلو جول (KJ)

ΔH = النواتج صغيرة - المتفاعلات كبيرة = - (تفاعل طارد للحرارة) (النواتج أكثر استقراراً من المتفاعلات).

ΔH = النواتج كبيرة - المتفاعلات صغيرة = + (تفاعل ماص للحرارة) (المتفاعلات أكثر استقراراً من النواتج).

ملاحظات هامة : ١- هذه العلاقة لا يمكن تطبيقها إلا في وجود المعادلة الكيميائية الحرارية الرمزية الموزونة.

٢- يحدد نوع التفاعل من اشارة حرارة التفاعل (ΔH) فإذا كانت إشارة ΔH سالبة (-) كان التفاعل طارد للحرارة وإذا كانت إشارة ΔH موجبة (+) كان التفاعل ماص للحرارة.

٣- تدرب على حساب حرارة التفاعل أو حرارة التكوين باستخدام قانون هس.

تاسعاً : قوانين مسائل الكيمياء الكهربائية :

١- قوانين لحساب عدد تأكسد عنصر في مركب متعادل أو مركب أيون :

أ- المجموع الجبري لأعداد تأكسد جميع الذرات في المركب المتعادل مثل (HNO_3) = صفر

مثال : أحسب عدد تأكسد النتروجين (N) في HNO_3

الحل : ∵ المجموع الجبري لأعداد تأكسد جميع الذرات في المركب المتعادل = صفر

∴ ٣ × -٢ + س + ١ × ١ = صفر ⇐ -٦ + س + ١ = صفر ∴ س = +٥ ∴ **عدد تأكسد النتروجين = +٥**

ب- المجموع الجبري لأعداد تأكسد جميع الذرات في المركب الأيون مثل ($Cr_2O_7^{-2}$) = شحنة الأيون (أي -٢)

مثال : أحسب عدد تأكسد الكروم (Cr) في $Cr_2O_7^{-2}$

الحل : ∵ المجموع الجبري لأعداد تأكسد جميع الذرات في المركب الأيون = شحنة الأيون

∴ ٧ × -٢ + ٢س = -٢ ⇐ -١٤ + ٢س = -٢ ∴ ٢س = +١٢ ∴ س = ١٢/٢ = +٦ ∴ **عدد تأكسد الكروم (Cr) = 6+**

٢ـ قوانين لحل مسائل الخلايا الجلفانية :

أ- القوة الدافعة الكهربية للخلية (ق.د.ك) أو جهد الخلية (ΔE) = جهد اختزال المهبط – جهد اختزال المصعد

ب- القوة الدافعة الكهربية للخلية (ق.د.ك) أو جهد الخلية (ΔE) = جهد اكسدة المصعد – جهد اكسدة المهبط

ج- القوة الدافعة الكهربية للخلية (ق.د.ك) أو جهد الخلية (ΔE) = جهد اختزال المهبط + جهد اكسدة المصعد

٣ـ قوانين لحل مسائل الفاراداي :

١ـ كتلة المادة المترسبة أو المتصاعدة = $\frac{\text{كمية الكهرباء بالكولوم} \times \text{الكتلة المكافئة}}{٩٦٥٠٠} = \frac{\text{ت} \times \text{ز} \times \text{الكتلة الذرية} \div \text{التكافؤ}}{٩٦٥٠٠}$

∵ ١ فاراد = ٩٦٥٠٠ كولوم ∴ كمية الكهرباء بالفاراداي (عدد الفاراد) = كمية الكهرباء بالكولوم ÷ ٩٦٥٠٠

∴ كتلة المادة المترسبة أو المتصاعدة = عدد الفاراد × الكتلة المكافئة

٢ـ عدد المولات المترسبة أو المتصاعدة = $\frac{\text{كمية الكهرباء بالكولوم}}{٩٦٥٠٠ \times \text{تكافؤ العنصر الصلب (أوضعف تكافؤ العنصر الغاز)}}$

أو عدد المولات المترسبة أو المتصاعدة = $\frac{\text{عدد الفاراد}}{\text{تكافؤ العنصر الصلب (أوضعف تكافؤ العنصر الغاز)}}$

ملحوظة :

يجب التمييز بين عدد المولات المترسبة وعدد المولات اللازمة للترسيب حيث عدد المولات المترسبة هي كمية من المادة وتحسب من العلاقة السابقة رقم٢ بينما عدد المولات اللازمة للترسيب هي كهرباء وتعني عدد الفاراد لذا عندما يطلب في السؤال عدد المولات اللازمة للترسيب نوجد عدد الفاراد وهو نفسه عدد المولات اللازمة للترسيب

∴ عدد المولات اللازمة للترسيب (أي عدد مولات الالكترونات اللازمة للترسيب) = عدد الفاراد

عدد الالكترونات = عدد مولات الالكترونات × عدد أفوجادرو

٣ـ $\frac{\text{كتلة المادة المترسبة الأولى (ك١)}}{\text{كتلة المادة المترسبة الثانية (ك٢)}} = \frac{\text{الكتلة المكافئة للمادة الأولى (مك١)}}{\text{الكتلة المكافئة للمادة الثانية (مك٢)}}$ (قانون فاراداي الثاني)

أي أن $\frac{\text{ك١}}{\text{ك٢}} = \frac{\text{مك١}}{\text{مك٢}}$ أو ك١ × مك٢ = ك٢ × مك١

٤ـ حقائق علمية لحل مسائل الفاراداي :

١) عدد الفاراد التي تساوي تكافؤ العنصر الصلب ← (ترسب) ١مول (الكتلة الذرية الجرامية) من ذلك العنصر

أي أن : ١مول (الكتلة الذرية الجرامية) لعنصر صلب = ١فاراد × التكافؤ

٢) عدد الفاراد التي تساوي ضعف تكافؤ العنصر الغازي ← (تصاعد) ١مول (٢ × الكتلة الذرية الجرامية) من ذلك العنصر

أي أن : ١مول (٢ × الكتلة الذرية الجرامية) لعنصر غازي = ١فاراد × التكافؤ × ٢

٣) ١ فاراداي (٩٦٥٠٠ كولوم) ← (يرسب أو يصاعد) الكتلة المكافئة الجرامية من أي عنصر (١مكافئ جرامي)

أي أن : ١ فاراداي = الكتلة المكافئة الجرامية (١مكافئ جرامي) ∴ عدد الفاراد = عدد المكافئات الجرامية

∵ ١ فاراداي = ١ مول من الالكترونات (من تعريف الفاراد) ∵ ١ مول من الالكترونات = عدد أفوجادرو

∴ ١ فاراداي = عدد أفوجادرو من الالكترونات ∴ عدد أفوجادرو من الالكترونات = الكتلة المكافئة الجرامية

ملحوظة : ١ـ عند حل مسائل الفاراداي يجب استخراج كل المعلومات (المعطيات) من السؤال بدقة مثل :

كمية الكهرباء (كولوم أو فاراد) ، كتلة المادة المترسبة أو المتصاعدة (جرام) ، التكافؤ ، الكتلة الذرية ، عدد المولات المترسبة أو المتصاعدة. ٢ـ الذرة الجرامية تعني الكتلة الذرية معبراً عنها بالجرام أي كتلة واحد مول (الكتلة المولية).

عاشراً : قوانين مسائل الكيمياء النووية :

١ـ قانون حساب الكتلة الذرية لعنصر :

الكتلة الذرية (الوزن الذري) = $\frac{\text{كتلة النظير الأول} \times \text{نسبة وجوده} + \text{كتلة النظير الثاني} \times \text{نسبة وجوده}}{\text{مجموع النسب}}$

ملاحظة هامة :- لكل عنصر ما يلي :- رمز العنصر $\overset{\text{A العدد الكتلي (p + n)}}{\underset{\text{Z العدد الذري (p أو e) لأن p = e في الذرة المتعادلة}}{X}}$

عدد النيوترونات (n) = العدد الكتلي (A) – العدد الذري (Z).

٢ـ قوانين لحل مسائل طاقة الترابط النووي و متوسط طاقة الترابط النووي:

أ- ط = ك × ع^{٢}

(طاقة الترابط بوحدة الجول، النقص في الكتلة بوحدة (كجم)، سرعة الضوء (٣ × ١٠^{٨} م/ث)^{٢})

ب- متوسط طاقة الترابط النووي (طاقة الترابط لجسيم واحد في النواة) = $\frac{\text{طاقة الترابط النووي بوحدة (م.أ.ف)}}{\text{عدد النيوكليونات (العدد الكتلي أو الجسيمات النووية)}}$

قوانين عمر النصف

عمر النصف = $\frac{\text{الزمن الكلي}}{\text{عدد الفترات (n)}}$

الكمية المتبقية = $\frac{1}{2^{n}}$ × الكمية الأصلة

إعداد موجه مادة الكيمياء أ. عبدالله المخلافي

ج- النقص في الكتلة =كتلة الذرة المحسوبة نظرياً - كتلة الذرة الفعلية المقاسة عملياً مقدرة بوحدة و.ك.ذ .
د- طاقة الترابط النووي (م . أ . ف) = الكتلة المفقودة (و . ك . ذ) × ٩٣١ (**هذه العلاقة غير موجودة في الكتاب الوزاري**)

ملاحظة هامة : عند حل مسائل طاقة الترابط النووي نركز على التحويلات التالية :-

(١ و . ك . ذ = ١,٦٦٠٥ × ١٠^-٢٧ كجم (**لتحويل النقص في الكتلة**) ، ١ م . أ . ف = ١,٦ × ١٠^-١٣ جول (**لتحويل طاقة الترابط**))

حقائق عامة على المول وعدد أفوجادرو يجب معرفتها

* **١ مول من أي مادة (تحتوي على) ← ٦,٠٢٢ × ١٠^٢٣ ذرة أو جزئ أو أيون أو الكترون**
* **١ مول من أي عنصر صلب (يحتوي على) ← الكتلة الذرية الجرامية للعنصر (الذرة الجرامية)**
* **الكتلة الذرية الجرامية للعنصر الصلب (تحتوي على) ← ٦,٠٢٢ × ١٠^٢٣ ذرة**
* **١ مول من أي عنصر غاز (يحتوي على) ← ٢ × الكتلة الذرية الجرامية للعنصر (الذرة الجرامية)**
* **الكتلة الجزيئية الجرامية للعنصر الغازي (تحتوي على) ← ٦,٠٢٢ × ١٠^٢٣ جزئ**
* **١ مول من أي مركب (يحتوي على) ← الكتلة الجزيئية الجرامية للمركب (الجزئ الجرامي)**
* **الكتلة الجزيئية الجرامية للمركب (تحتوي على) ← ٦,٠٢٢ × ١٠^٢٣ جزئ**
* **١ مول من أي غاز (يشغل حجماً) ← ٢٢,٤ لتر**
* **٦,٠٢٢ × ١٠^٢٣ جزئ (يشغل حجماً) ← ٢٢,٤ لتر**
* **الكتلة الجزيئية الجرامية للعنصر الغازي (تشغل حجماً) ← ٢٢,٤ لتر**
* **حرارة احتراق أي مادة (عنصر أو مركب) ← ١ مول من المادة**
* **حرارة تكوين أي مركب (من عناصره الأولية) ← ١ مول من المركب**
* **حرارة تعادل حمض قوي مع قاعدة قوية (- 57.7 KJ/m) ← ١ مول من الماء**
* **١ فاراد × تكافؤ العنصر الصلب (يرسب) ← ١ مول (الكتلة الذرية الجرامية) للعنصر**
* **١ فاراد × ضعف تكافؤ العنصر الغازي (يصاعد) ← ١ مول (٢ × الكتلة الذرية الجرامية) للعنصر**
* **١ فاراد (٩٦٥٠٠كولوم) (يرسب أو يصاعد) ← الكتلة المكافئة الجرامية من أي عنصر (١مكافئ جرامي)**
* **١ فاراد (٩٦٥٠٠كولوم) (يرسب أو يصاعد) ← ١ مول من الالكترونات (من تعريف الفاراد)**
* **١ فاراد (٩٦٥٠٠كولوم) (يرسب أو يصاعد) ← عدد أفوجادرو من الالكترونات**

(مول من الالكترونات = عدد أفوجادرو (من تعريف المول))

* **عدد أفوجادرو من الالكترونات (يرسب أو يصاعد) ← الكتلة المكافئة الجرامية**

مثال لكيفية استخدام الحقائق السابقة : س : كمية كهرباء مقدارها 289500 كولوم تعتبر كمية كافية لتصاعد :

أ) 24 جرام من غاز O_2
ب) 4.5165×10^{23} جزئ من غاز O_2
ج) 16.8 لتر من غاز O_2
د) أ ، ب ، ج صحيحة

طريقة الحل

∵ **١ فاراد × ضعف تكافؤ العنصر الغازي (يصاعد) ← ١ مول (٢ × الكتلة الذرية الجرامية) للعنصر**

∴ ٤ فاراد (**يصاعد**) ← **١ مول** من O_2

٤ × ٩٦٥٠٠ كولوم ← **٣٢ جرام** من O_2

∴ ٢٨٩٥٠٠ كولوم ← **س جرام** من O_2 ∴ **س** = $\frac{٣٢ \times ٢٨٩٥٠٠}{٩٦٥٠٠ \times ٤} = \frac{٩٢٦٤٠٠٠}{٣٨٦٠٠٠} =$ **٢٤ جم** ∴ **أ) صح**

∵ **الكتلة الجزيئية الجرامية للعنصر الغازي (تحتوي على) ← ٦,٠٢٢ × ١٠^٢٣ جزئ**

∴ **٣٢ جرام** من O_2 **(تحتوي على) ← ٦,٠٢٢ × ١٠^٢٣ جزئ**

∴ **٢٤ جرام** من O_2 **(تحتوي على) ← س جزئ**

ملحوظة : لإثبات صحة ب ، ج ممكن استخدام أكثر من طريقة

∴ **س** = $\frac{٢٤ \times ٦,٠٢٢ \times ١٠^{٢٣}}{٣٢} = \frac{١٤٤,٥٢٨ \times ١٠^{٢٣}}{٣٢} =$ **٤,٥١٦٥ × ١٠^٢٣ جزئ** ∴ **ب) صح ايضاً**

∵ **الكتلة الجزيئية الجرامية للعنصر الغازي (تشغل حجماً) ← ٢٢,٤ لتر**

∴ **٣٢ جرام** من O_2 **(تشغل حجماً) ← ٢٢,٤ لتر**

∴ **٢٤ جرام** من O_2 **(تشغل حجماً) ← س لتر** ∴ **س** = $\frac{٢٤ \times ٢٢,٤}{٣٢} =$ **١٦,٨ لتر** ∴ **ج) صح ايضاً**